

Química Inorgánica.
KPS

NM
ALKALI METALS
ALKALI-EARTH METALS
TRANSITION METALS
SEMI-METALS
NON-METALS
HALOGENS
NOBLE GASES
OTHER METALS
LANTHANIDE
ACTINIDE

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:

Libros:

Química Inorgánica descriptiva.

Manuales.

- Manual de ejercicios de la serie

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:

Recordatorios.

- Calculadora científica.
- Tabla periódica.
- Tabla de espectros.
- Tablas de unidades.
- Libreta de nomenclatura

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema: Comportamiento de las propiedades periódicas.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
H 2,1																
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,8	Ba 0,9	La–Lu*	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac–Lr†														

Menos de 1,0
1,0–1,4
1,5–1,9
2,0–2,4
2,5–2,9
3,0–4,0

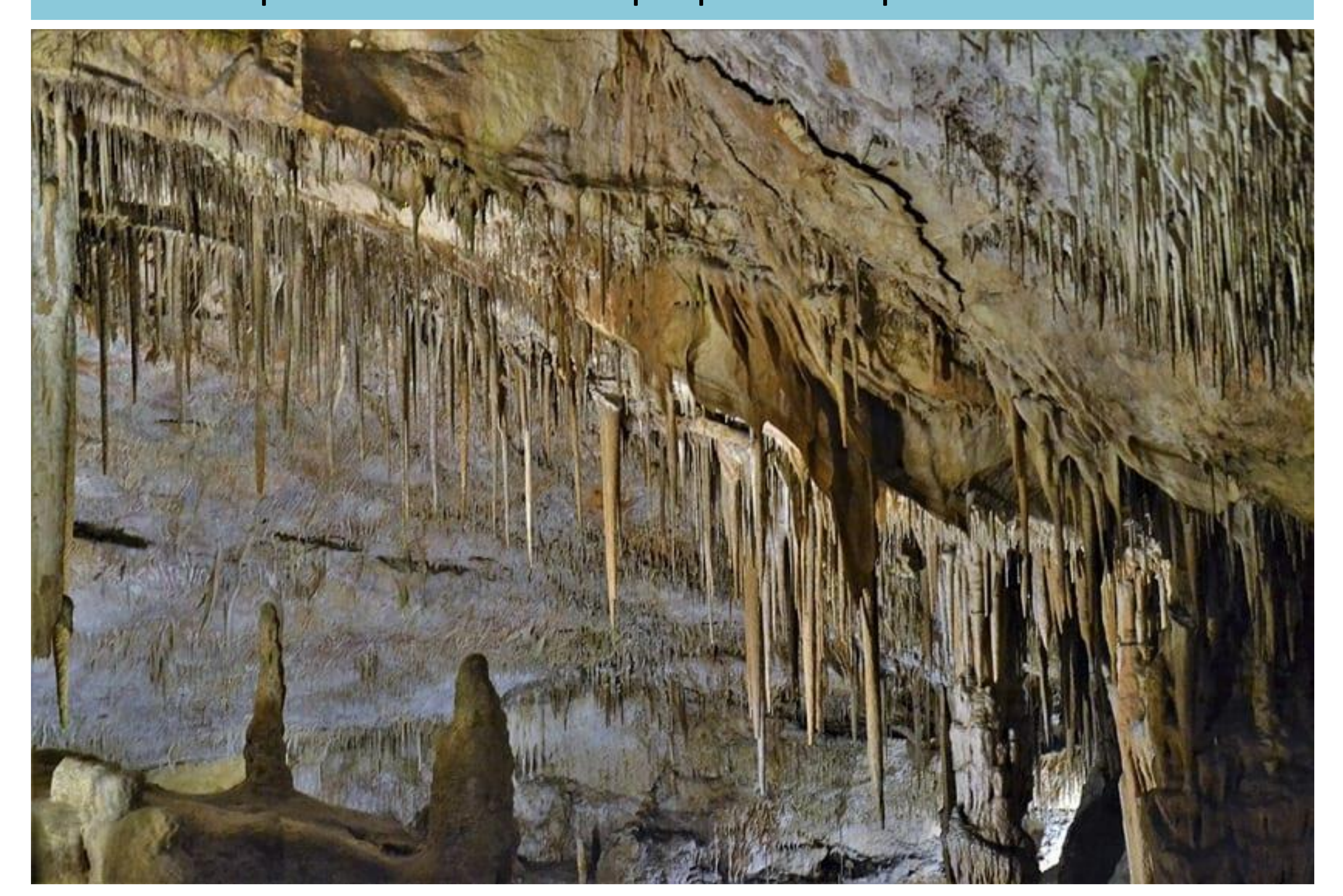
*Lantánidos: 1,1–1,3
†Actínidos: 1,3–1,5

▲ FIGURA 10.6
Electronegatividades de los elementos
Como regla general las electronegatividades *disminuyen al descender* en un grupo y *aumentan* de izquierda a derecha en un período de elementos. Los valores están tomados de L. Pauling, *The Nature of Chemical Bond*, 3ª edición, Cornell University, Ithaca, NY, 1960. Pueden diferir algo de valores basados en otras escalas.

Introducción a Constante del producto de solubilidad Ksp.

Escuela de Química. Química inorgánica.

Tema: Comportamiento de las propiedades periódicas.



Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema: Comportamiento de las propiedades periódicas.



Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema: Comportamiento de las propiedades periódicas.

La disolución y precipitación de la piedra caliza ($CaCO_3$) son la base de una gran variedad de fenómenos naturales como la formación de cuevas calizas. La precipitación, o no precipitación, a partir de una disolución que contiene iones Ca^{2+} y CO_3^{2-} depende de las concentraciones de estos iones. A su vez, la concentración del ion CO_3^{2-} depende del pH de la disolución. Para comprender mejor las condiciones en las que el $CaCO_3$ precipita o se disuelve, necesitamos considerar las relaciones en el equilibrio entre Ca^{2+} y CO_3^{2-} y entre CO_3^{2-}, H_3O^+ y HCO_3^-. Esto sugiere la necesidad de combinar los conceptos de los equilibrios ácido-base.

Constante del producto de solubilidad, Ksp

El yeso, ($CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$), es un mineral de calcio que es poco soluble en agua, y el agua terrestre que entra en contacto con yeso, con frecuencia contiene algo de sulfato de calcio disuelto. Esta agua no puede utilizarse para algunas aplicaciones, como en sistemas de refrigeración por evaporación en centrales eléctricas, porque puede precipitar el sulfato de calcio del agua y obstruir las tuberías. El equilibrio entre los iones $Ca^{2+}(aq)$ y $SO_4^{2-}(aq)$, y $CaSO_4(s)$ sin disolver, se puede representar por

$$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

$$K = \frac{a_{Ca^{2+}}\, a_{SO_4^{2-}}}{a_{CaSO_4}}$$

La actividad de un sólido puro es 1. Como las concentraciones de los iones son muy pequeñas, pueden igualarse sus actividades a sus concentraciones molares.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

$$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

$$K_{sp} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = 9{,}1 \times 10^{-6} \text{ (a 25 °C)}$$

La constante del producto de solubilidad, Ksp, es la constante de equilibrio para el equilibrio que se establece entre un soluto sólido y sus iones en una disolución saturada.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Considere una disolución saturada de cloruro de plata que está en contacto con cloruro de plata sólido. El equilibrio de solubilidad se representa como:

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^{+}(ac) + Cl^{-}(ac)$$

Debido a que las sales como el AgCl se comportan como electrólitos fuertes, es válido suponer que todo el AgCl que se disuelve en agua se disocia por completo en iones Ag+ y Cl– . **La concentración del sólido es una constante. Así que podemos escribir la constante de equilibrio para la disolución de AgCl**

$$K_{ps} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$$

Kps se conoce como la constante del producto de solubilidad o simplemente el producto de solubilidad. En general, el producto de solubilidad de un compuesto es el producto de las concentraciones molares de los iones constituyentes, cada una elevada a la potencia de su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

Tablas de *KSP*

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

TABLA 16.2 Productos de solubilidad de algunos compuestos iónicos ligeramente solubles a 25°C

Compuesto	K_{ps}	Compuesto	K_{ps}
Hidróxido de aluminio [$Al(OH)_3$]	1.8×10^{-33}	Cromato de plomo(II) ($PbCrO_4$)	2.0×10^{-14}
Carbonato de bario ($BaCO_3$)	8.1×10^{-9}	Fluoruro de plomo(II) (PbF_2)	4.1×10^{-8}
Fluoruro de bario (BaF_2)	1.7×10^{-6}	Yoduro de plomo(II) (PbI_2)	1.4×10^{-8}
Sulfato de bario ($BaSO_4$)	1.1×10^{-10}	Sulfuro de plomo(II) (PbS)	3.4×10^{-28}
Sulfuro de bismuto (Bi_2S_3)	1.6×10^{-72}	Carbonato de magnesio ($MgCO_3$)	4.0×10^{-5}
Sulfuro de cadmio (CdS)	8.0×10^{-28}	Hidróxido de magnesio [$Mg(OH)_2$]	1.2×10^{-11}
Carbonato de calcio ($CaCO_3$)	8.7×10^{-9}	Sulfuro de manganeso(II) (MnS)	3.0×10^{-14}
Fluoruro de calcio (CaF_2)	4.0×10^{-11}	Cloruro de mercurio(I) (Hg_2Cl_2)	3.5×10^{-18}
Hidróxido de calcio [$Ca(OH)_2$]	8.0×10^{-6}	Sulfuro de mercurio(II) (HgS)	4.0×10^{-54}
Fosfato de calcio [$Ca_3(PO_4)_2$]	1.2×10^{-26}	Sulfuro de níquel(II) (NiS)	1.4×10^{-24}
Hidróxido de cromo(III) [$Cr(OH)_3$]	3.0×10^{-29}	Bromuro de plata ($AgBr$)	7.7×10^{-13}
Sulfuro de cobalto(II) (CoS)	4.0×10^{-21}	Carbonato de plata (Ag_2CO_3)	8.1×10^{-12}
Bromuro de cobre(I) ($CuBr$)	4.2×10^{-8}	Cloruro de plata ($AgCl$)	1.6×10^{-10}
Yoduro de cobre(I) (CuI)	5.1×10^{-12}	Yoduro de plata (AgI)	8.3×10^{-17}
Hidróxido de cobre(II) [$Cu(OH)_2$]	2.2×10^{-20}	Sulfato de plata (Ag_2SO_4)	1.4×10^{-5}
Sulfuro de cobre(II) (CuS)	6.0×10^{-37}	Sulfuro de plata (Ag_2S)	6.0×10^{-51}
Hidróxido de hierro(II) [$Fe(OH)_2$]	1.6×10^{-14}	Carbonato de estroncio ($SrCO_3$)	1.6×10^{-9}
Hidróxido de hierro(III) [$Fe(OH)_3$]	1.1×10^{-36}	Sulfato de estroncio ($SrSO_4$)	3.8×10^{-7}
Sulfuro de hierro(II) (FeS)	6.0×10^{-19}	Sulfuro de estaño(II) (SnS)	1.0×10^{-26}
Carbonato de plomo(II) ($PbCO_3$)	3.3×10^{-14}	Hidróxido de zinc [$Zn(OH)_2$]	1.8×10^{-14}
Cloruro de plomo(II) ($PbCl_2$)	2.4×10^{-4}	Sulfuro de zinc (ZnS)	3.0×10^{-23}

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

TABLA 18.1 Constantes del producto de solubilidad 25 °C[a]

Soluto	Equilibrio de solubilidad	K_{sp}
Bromuro de plata	$AgBr(s) \rightleftharpoons Ag^{+}(aq) + Br^{-}(aq)$	$5,0 \times 10^{-13}$
Carbonato de bario	$BaCO_3(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$5,1 \times 10^{-9}$
Carbonato de calcio	$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$2,8 \times 10^{-9}$
Carbonato de estroncio	$SrCO_3(s) \rightleftharpoons Sr^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$1,1 \times 10^{-10}$
Carbonato de magnesio	$MgCO_3(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$3,5 \times 10^{-8}$
Carbonato de plata	$Ag_2CO_3(s) \rightleftharpoons 2\,Ag^{+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$8,5 \times 10^{-12}$
Cloruro de mercurio(I)	$Hg_2Cl_2(s) \rightleftharpoons Hg_2^{2+}(aq) + 2\,Cl^{-}(aq)$	$1,3 \times 10^{-18}$
Cloruro de plata	$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)$	$1,8 \times 10^{-10}$
Cloruro de plomo(II)	$PbCl_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\,Cl^{-}(aq)$	$1,6 \times 10^{-5}$
Cromato de plata	$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2\,Ag^{+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	$1,1 \times 10^{-12}$
Cromato de plomo(II)	$PbCrO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	$2,8 \times 10^{-13}$
Fluoruro de calcio	$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\,F^{-}(aq)$	$5,3 \times 10^{-9}$
Fluoruro de magnesio	$MgF_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2\,F^{-}(aq)$	$3,7 \times 10^{-8}$
Fosfato de magnesio	$Mg_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3\,Mg^{2+}(aq) + 2\,PO_4^{3-}(aq)$	1×10^{-25}
Hidróxido de aluminio	$Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(aq) + 3\,OH^{-}(aq)$	$1,3 \times 10^{-33}$
Hidróxido de cromo(III)	$Cr(OH)_3(s) \rightleftharpoons Cr^{3+}(aq) + 3\,OH^{-}(aq)$	$6,3 \times 10^{-31}$
Hidróxido de hierro(III)	$Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe^{3+}(aq) + 3\,OH\ (aq)$	4×10^{-38}
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2\,OH^{-}(aq)$	$1,8 \times 10^{-11}$
Ioduro de plata	$AgI(s) \rightleftharpoons Ag^{+}(aq) + I^{-}(aq)$	$8,5 \times 10^{-17}$
Ioduro de plomo(II)	$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\,I^{-}(aq)$	$7,1 \times 10^{-9}$
Sulfato de bario	$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	$1,1 \times 10^{-10}$
Sulfato de calcio	$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	$9,1 \times 10^{-6}$
Sulfato de estroncio	$SrSO_4(s) \rightleftharpoons Sr^{2+}(aq) + SO_4^{2}\ (aq)$	$3,2 \times 10^{-7}$

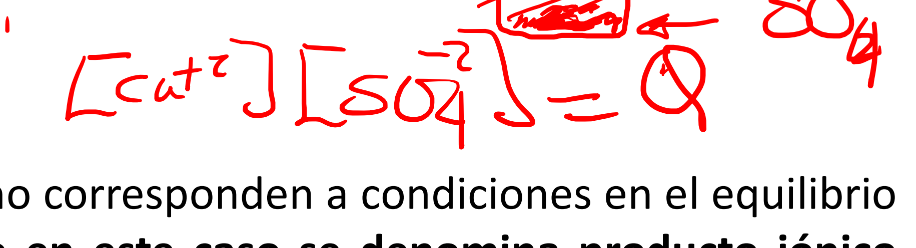
Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Análisis y aplicación del KSP.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

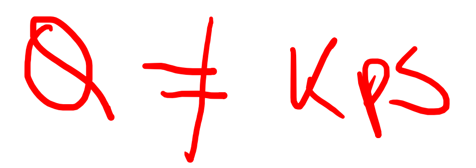
Para la disolución de un sólido iónico en medio acuoso, puede presentarse cualquiera de las siguientes condiciones:

1) **La disolución no está saturada,**
2) **La disolución está saturada o**
3) **La disolución está sobresaturada.**



Para las concentraciones de iones que no corresponden a condiciones en el equilibrio utilizamos **el cociente de reacción que en este caso se denomina producto iónico (Q)**, para predecir si se formará un precipitado.

Advierta que **Q tiene la misma forma de Kps**, **excepto que las concentraciones de los iones no son concentraciones en el equilibrio**.



Kps

$$Q = [Ag^+]_0[Cl^-]_0$$

Q tiene la misma forma de Kps, excepto que las concentraciones de los iones no son concentraciones en el equilibrio.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

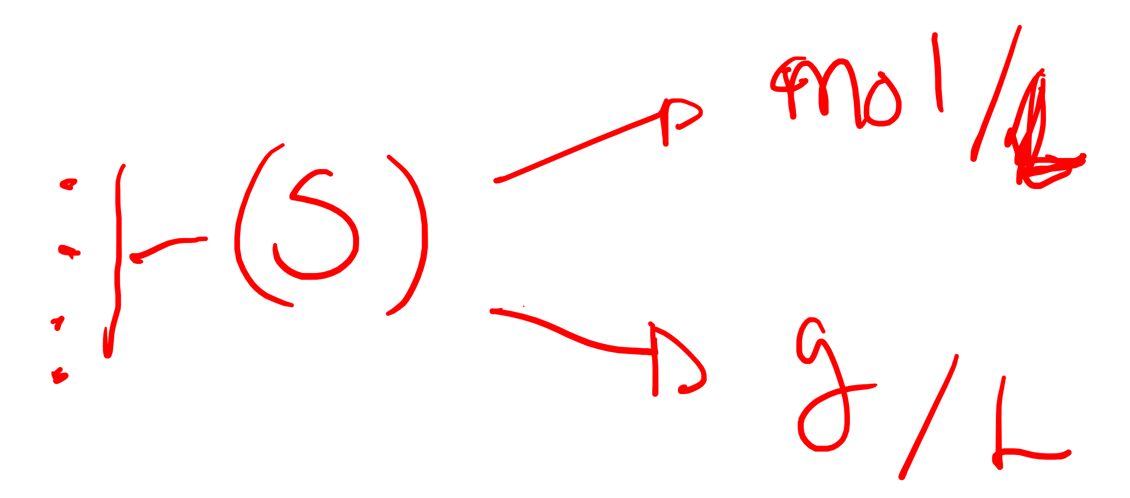
El subíndice 0 indica que éstas son concentraciones iniciales y que no necesariamente corresponden a las del equilibrio. Las relaciones que se pueden establecer entre Q y K_{ps} son

$Q < K_{ps}$ $[Ag^+]_0[Cl^-]_0 < 1.6 \times 10^{-10}$	Disolución no saturada (sin precipitación)
$Q = K_{ps}$ $[Ag^+][Cl^-] = 1.6 \times 10^{-10}$	Disolución saturada (sin precipitación)
$Q > K_{ps}$ $[Ag^+]_0[Cl^-]_0 > 1.6 \times 10^{-10}$	Disolución sobresaturada; se precipitará AgCl hasta que el producto de las concentraciones iónicas sea igual a 1.6×10^{-10}

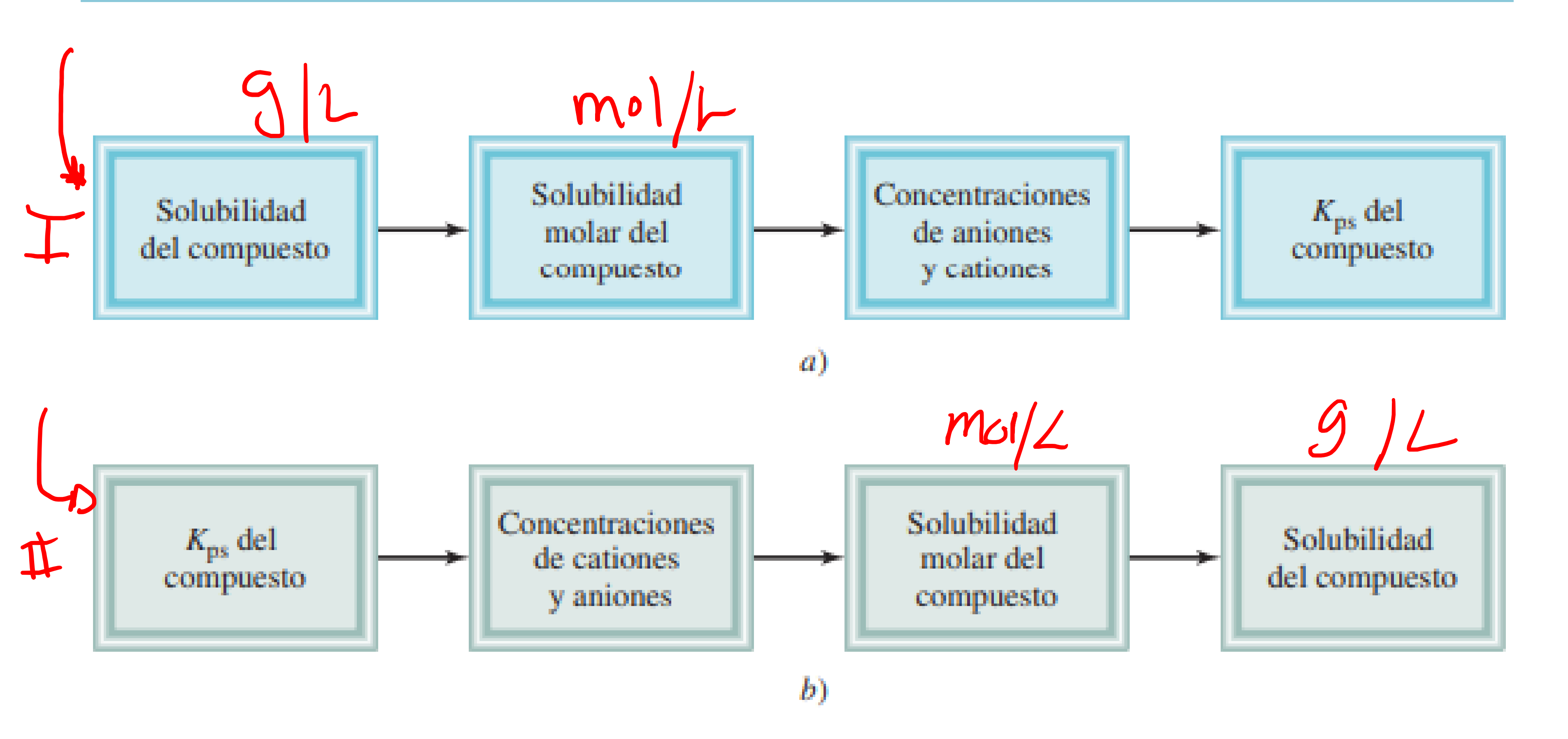
Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Solubilidad molar y solubilidad

Hay dos formas de expresar la solubilidad de una sustancia: como ***solubilidad molar***, que es *el número de moles de soluto en un litro de una disolución saturada* (mol/L), y como ***solubilidad***, que es *el número de gramos de soluto en un litro de una disolución saturada* (g/L). Observe que ambas expresiones se refieren a la concentración en disoluciones saturadas a una temperatura determinada (que suele ser de 25°C).



Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.



Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

La solubilidad del sulfato de calcio ($CaSO_4$) es de 0.67 g/L. Calcule el valor de K_{ps} para el sulfato de calcio.



El sulfato de calcio se utiliza como agente secante y en la fabricación de pintura, cerámica y papel. Una forma hidratada del sulfato de calcio, denominada yeso de París, se utiliza para fabricar los enyesados para fracturas de huesos.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Estrategia Conocemos la solubilidad de $CaSO_4$ y se nos pide que calculemos su K_{ps}. La secuencia de pasos de conversión, de acuerdo con la figura 16.9*a*), es

solubilidad de $CaSO_4$ en g/L ⟶ solubilidad molar de $CaSO_4$ ⟶ $[Ca^{2+}]$ y $[SO_4^{2-}]$ ⟶ K_{ps} de $CaSO_4$

Estrategia Conocemos la solubilidad de $CaSO_4$ y se nos pide que calculemos su K_{ps}. La secuencia de pasos de conversión, de acuerdo con la figura 16.9*a*), es

solubilidad de $CaSO_4$ en g/L $\longrightarrow$ solubilidad molar de $CaSO_4$ $\longrightarrow$ $[Ca^{2+}]$ y $[SO_4^{2-}]$ $\longrightarrow$ K_{ps} de $CaSO_4$

Solución Considere la disociación de $CaSO_4$ en agua. s representará la solubilidad molar (en mol/L) de $CaSO_4$.

$$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac)$$

	$CaSO_4(s)$	$Ca^{2+}(ac)$	$SO_4^{2-}(ac)$
Inicial (M):		0	0
Cambio (M):	$-s$	$+s$	$+s$
Equilibrio (M):		s	s

El producto de solubilidad para $CaSO_4$ es

$$K_{ps} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = s^2$$

Primero, calculamos el número de moles de $CaSO_4$ disueltos en 1 L de disolución:

$$\frac{0.67\ \text{g}CaSO_4}{1\ \text{L disol}} \times \frac{1\ \text{mol}\ CaSO_4}{136.2\ \text{g}\ CaSO_4} = 4.9 \times 10^{-3}\ \text{mol/L} = s$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

A partir del equilibrio de solubilidad vemos que para cada mol de $CaSO_4$ que se disuelve, se produce 1 mol de Ca^{2+} y 1 mol de SO_4^{2-}. Así que, en el equilibrio,

$$[Ca^{2+}] = 4.9 \times 10^{-3}\ M \quad y \quad [SO_4^{2-}] = 4.9 \times 10^{-3}\ M$$

Ahora podemos calcular K_{ps}:

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] \\ &= (4.9 \times 10^{-3})(4.9 \times 10^{-3}) \\ &= 2.4 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Ejercicio de práctica La solubilidad del cromato de plomo ($PbCrO_4$) es 4.5×10^{-5} g/L. Calcule el producto de solubilidad de este compuesto.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

calcule la solubilidad del hidróxido de cobre(II), $Cu(OH)_2$ en g/L.



El hidróxido de cobre(II) se utiliza como pesticida y para el tratamiento de semillas.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Estrategia Se nos proporciona el valor de K_{ps} de $Cu(OH)_2$ y se nos pide calcular su solubilidad en g/L. La secuencia de pasos de conversión, de acuerdo con la figura 16.9*b*), es la siguiente:

K_{ps} de $Cu(OH)_2$ ⟶ $[Cu^{2+}]$ y $[OH^-]$ ⟶ solubilidad molar de $Cu(OH)_2$ ⟶ solubilidad de $Cu(OH)_2$ en g/L

Solución Considere la disociación de $Cu(OH)_2$ en agua:

	$Cu(OH)_2(ac)$ ⇌	$Cu^{2+}(ac)$ +	$2OH^-(ac)$
Inicial (*M*):		0	0
Cambio (*M*):	$-s$	$+s$	$+2s$
Equilibrio (*M*):		s	$2s$

Observe que la concentración molar de OH^- es el doble que la de Cu^{2+}. El producto de solubilidad de $Cu(OH)_2$ es

$$K_{ps} = [Cu^{2+}][OH^-]^2$$
$$= (s)(2s)^2 = 4s^3$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

A partir del valor de K_{ps} en la tabla 16.2, resolvemos el valor de la solubilidad molar de $Cu(OH)_2$ como sigue:

$$2.2 \times 10^{-20} = 4s^3$$

$$s^2 = \frac{2.2 \times 10^{-20}}{4} = 5.5 \times 10^{-21}$$

Así, $$s = 1.8 \times 10^{-7}\ M$$

Por último, a partir de la masa molar de $Cu(OH)_2$ y de su solubilidad molar, calculamos la solubilidad en g/L:

$$\text{solubilidad de } Cu(OH)_2 = \frac{1.8 \times 10^{-7}\ \text{mol } Cu(OH)_2}{1\ \text{L disol}} \times \frac{97.57\ \text{g } Cu(OH)_2}{1\ \text{mol } Cu(OH)_2}$$

$$= 1.8 \times 10^{-5}\ \text{g/L}$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Ejercicio de práctica Calcule la solubilidad del cloruro de plata (AgCl) en g/L.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Expresiones de la constante del producto de solubilidad para solutos poco solubles

Escriba la expresión de la constante del producto de solubilidad para el equilibrio de solubilidad de

(a) Fluoruro de calcio, CaF_2, uno de los productos formados cuando se hace un tratamiento de fluoruro a los dientes.

(b) Arseniato de cobre, $Cu_3(AsO_4)_2$, utilizado como insecticida y fungicida.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Planteamiento

La ecuación para el equilibrio de solubilidad se escribe para un mol del soluto poco soluble. Es decir, se sobreentiende el coeficiente «1» para el soluto poco soluble. Para ajustar la ecuación, se necesitan los coeficientes de los iones en disolución. Entonces, los coeficientes establecen las potencias a las que se elevan las concentraciones de los iones en la expresión de K_{sp}.

Resolución

(a) $CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\,F^-(aq) \qquad K_{sp} = [Ca^{2+}][F^-]^2$

(b) $Cu_3(AsO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3\,Cu^{2+}(aq) + 2\,AsO_4{}^{3-}(aq) \qquad K_{sp} = [Cu^{2+}]^3[AsO_4{}^{3-}]^2$

Relación entre solubilidad y K_{sp}

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Cálculo de Ksp de un soluto poco soluble a partir de su solubilidad

Un manual de datos incluye la solubilidad del $CaSO_4$ en disolución acuosa a 25 °C como 0,20 g de $CaSO_4$/100 mL. ¿Cuál es el valor de K_{sp} del $CaSO_4$ a 25 °C?

$$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \qquad K_{sp} = ?$$

Planteamiento

Necesitamos un esquema de conversión que empiece averiguando $[Ca^{2+}]$ y $[SO_4^{2-}]$, para sustituirlos en la expresión de K_{sp}.

$$g\ CaSO_4/100\ mL \longrightarrow mol\ CaSO_4/L \longrightarrow [Ca^{2+}]\ y\ [SO_4^{2-}] \longrightarrow K_{sp}$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Resolución

La primera etapa es convertir la masa de $CaSO_4$ en un volumen de 100 mL en la solubilidad molar. Esto se consigue utilizando la inversa de la masa molar del $CaSO_4$ y sustituyendo 100 mL por 0,100 L.

$$\frac{\text{mol } CaSO_4}{\text{L disol. sat.}} = \frac{0{,}20 \text{ g } CaSO_4}{0{,}100 \text{ L disol.}} \times \frac{1 \text{ mol } CaSO_4}{136 \text{ g } CaSO_4}$$
$$= 0{,}015 \text{ M } CaSO_4$$

Utilizando las relaciones estequiométricas (mostradas en azul), se determinan $[Ca^{2+}]$ y $[SO_4{}^{2-}]$.

$$[Ca^{2+}] = \frac{0{,}015 \text{ mol } CaSO_4}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol } Ca^{2+}}{1 \text{ mol } CaSO_4} = 0{,}015 \text{ M}$$

$$[SO_4{}^{2-}] = \frac{0{,}015 \text{ mol } CaSO_4}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol } SO_4{}^{2-}}{1 \text{ mol } CaSO_4} = 0{,}015 \text{ M}$$

Finalmente sustituimos estas concentraciones iónicas en la expresión del producto de solubilidad.

$$K_{sp} = [Ca^{2+}][SO_4{}^{2-}] = (0{,}015)(0{,}015) = 2{,}3 \times 10^{-4}$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Cálculo de la solubilidad de un soluto poco soluble a partir del valor de su Ksp

El yoduro de plomo, PbI_2 es un sólido «insoluble», denso, y amarillo dorado que se utiliza en trabajo ornamental y de bronceado que requiere un color dorado (como oro musivo). Calcule la solubilidad molar del yoduro de plomo en agua a 25 °C, sabiendo que su $K_{sp} = 7{,}1 \times 10^{-9}$.

Planteamiento

La ecuación del equilibrio de solubilidad

$$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\,I^-(aq)$$

muestra que por cada mol de PbI_2 que se disuelve, aparecen *un* mol de Pb^{2+} y *dos* moles de I^- en la disolución. Si s representa el número de moles de PbI_2 disueltos por litro de disolución saturada, tenemos

$$[Pb^{2+}] = s \quad y \quad [I^-] = 2s$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Resolución

Estas concentraciones también deben satisfacer la expresión de K_{sp}.

$$K_{sp} = [Pb^{2+}][I^-]^2 = (s)(2s)^2 = 7{,}1 \times 10^{-9}$$
$$4s^3 = 7{,}1 \times 10^{-9}$$
$$s^3 = 1{,}8 \times 10^{-9}$$
$$s = (1{,}8 \times 10^{-9})^{1/3} = 1{,}2 \times 10^{-3}$$
$$= \text{solubilidad molar del } PbI_2 = 1{,}2 \times 10^{-3}\ M$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

$$CaCO_3 \rightleftarrows Ca^{++} + CO_3^{=}$$

$$K_{ps} = [Ca^{++}] \cdot [CO_3^{=}]$$

$$Ag_3PO_4 \rightleftarrows 3\,Ag^{+} + PO_4^{\equiv}$$

$$K_{ps} = [Ag^{+}]^3 \cdot [PO_4^{\equiv}]$$

$$Bi_2S_3 \rightleftarrows 2Bi^{+++} + 3S^{=}$$

$$K_{ps} = [Bi^{+++}]^2 \cdot [S^{=}]^3$$

Escuela de Química. Química inorgánica.

Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

$$AgI(s) \leftrightarrow Ag^{+}(aq) + I^{-}(aq)$$

$$K_{ps} = [Ag^{+}][I^{-}]$$

$$CaCO_3(s) \leftrightarrow Ca^{2+}(aq) + CO_3{}^{2-}(aq)$$

$$K_{ps} = [Ca^{2+}][CO_3{}^{2-}]$$

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\,OH^{-}(aq)$$

$$K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^{-}]^2$$

$$Mg(NH_4)PO_4(s) \leftrightarrow Mg^{2+}(aq) + NH_4{}^{+}(aq) + PO_4{}^{3-}(aq)$$

$$K_{ps} = [Mg^{2+}][NH_4{}^{+}][PO_4{}^{3-}]$$

$$Ca_5(PO_4)_3OH(s) \leftrightarrow 5Ca^{2+}(aq) + 3PO_4{}^{3-}(aq) + OH^{-}(aq)$$

$$K_{ps} = [Ca^{2+}]^5[PO_4{}^{3-}]^3[OH]$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Cuando efectuamos cálculos de solubilidad, del producto de solubilidad, o de ambos, deben recordarse los siguientes puntos importantes:

1. La solubilidad es la cantidad de sustancia que se disuelve en una cantidad determinada de agua para producir una disolución saturada. En los cálculos de equilibrio de solubilidad, por lo general ésta se expresa como *gramos* de soluto por litro de disolución. La solubilidad molar es el número de *moles* de soluto por litro de disolución.
2. El producto de solubilidad es una constante de equilibrio.
3. La solubilidad molar, la solubilidad y el producto de solubilidad se refieren todos a una *disolución saturada*.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

TABLA 16.3 Relación entre K_{ps} y solubilidad molar (s)

Compuesto	Expresión K_{ps}	Catión	Anión	Relación entre K_{ps} y s
$AgCl$	$[Ag^+][Cl^-]$	s	s	$K_{ps} = s^2; s = (K_{ps})^{\frac{1}{2}}$
$BaSO_4$	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	s	s	$K_{ps} = s^2; s = (K_{ps})^{\frac{1}{2}}$
Ag_2CO_3	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	$2s$	s	$K_{ps} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{ps}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
PbF_2	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	s	$2s$	$K_{ps} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{ps}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
$Al(OH)_3$	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	s	$3s$	$K_{ps} = 27s^4; s = \left(\frac{K_{ps}}{27}\right)^{\frac{1}{4}}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$3s$	$2s$	$K_{ps} = 108s^5; s = \left(\frac{K_{ps}}{108}\right)^{\frac{1}{5}}$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Nociones de formación de precipitado.
Repaso de Química General



Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Reacciones de precipitación

La ***reacción de precipitación*** es un tipo común de reacción en disolución acuosa que *se caracteriza por la formación de un producto insoluble o precipitado*. Un ***precipitado*** es un *sólido insoluble que se separa de la disolución*. En las reacciones de precipitación por lo general participan compuestos iónicos. Por ejemplo, cuando se agrega una disolución acuosa de nitrato de plomo [$Pb(NO_3)_2$] a una disolución acuosa de yoduro de potasio (KI), se forma un precipitado amarillo de yoduro de plomo (PbI_2):

$$Pb(NO_3)_2(ac) + 2KI(ac) \longrightarrow PbI_2(s) + 2KNO_3(ac)$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Reacciones de precipitación

¿Cómo podemos predecir la formación de un precipitado cuando se añade un compuesto a una disolución o cuando se mezclan dos disoluciones? Esto depende de la ***solubilidad*** del soluto, que se define como *la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica*. Los químicos describen a las sustancias como solubles, ligeramente solubles o insolubles en términos cualitativos. Se dice que una sustancia es soluble si se disuelve visiblemente una cantidad suficiente cuando se agrega al agua. Si no es así, la sustancia se describe como ligeramente soluble o insoluble. Aunque todos los compuestos iónicos son electrólitos fuertes, no todos tienen la misma solubilidad.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Reacciones de precipitación

TABLA 4.2 Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en agua a 25°C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contienen iones de metales alcalinos (Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+) y el ion amonio (NH_4^+)	
Nitratos (NO_3^-), bicarbonatos (HCO_3^-) y cloratos (ClO_3^-)	
Halogenuros (Cl^-, Br^-, I^-)	Halogenuros de Ag^+, Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Sulfatos de Ag^+, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg_2^{2+} y Pb^{2+}

Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), cromatos (CrO_4^{2-}) y sulfuros (S^{2-})	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio
Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion Ba^{2+}

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Los siguientes cuatro pasos resumen el procedimiento para escribir ecuaciones iónicas y ecuaciones iónicas netas:

1. Escriba una ecuación molecular balanceada para la reacción, mediante las fórmulas correctas para los compuestos iónicos de reactivos y productos. Con base en la tabla 4.2, decida cuál de los productos es insoluble y por tanto aparecerá como un precipitado.
2. Escriba la ecuación iónica de la reacción. El compuesto que no aparece como precipitado debe presentarse como iones libres.
3. Identifique y cancele los iones espectadores en ambos lados de la ecuación para escribir la ecuación iónica neta de la reacción.
4. Verifique que las cargas y número de átomos estén balanceados en la ecuación iónica neta.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

$$BaCl_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(ac)$$

La ecuación iónica para la reacción es

$$Ba^{2+}(ac) + 2Cl^-(ac) + 2Na^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2Na^+(ac) + 2Cl^-(ac)$$

Al cancelar los iones espectadores (Na^+ y Cl^-) en ambos lados de la ecuación, obtenemos la ecuación iónica neta

$$Ba^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow BaSO_4(s)$$



Formación del precipitado de BaSO4.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Estrategia Es aconsejable escribir primero la ecuación sin balancear, de acuerdo con la información proporcionada

$$K_3PO_4(ac) + Ca(NO_3)_2(ac) \longrightarrow ?$$

¿Qué sucede cuando los compuestos iónicos se disuelven en el agua? ¿Qué iones se forman a partir de la disociación de K_3PO_4 y $Ca(NO_3)_2$? ¿Qué sucede cuando los cationes se encuentran con los aniones en disolución?

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Solución En disolución, el K_3PO_4 se disocia en iones K^+ y PO_4^{3-} y el $Ca(NO_3)_2$ se disocia en iones Ca^{2+} y NO_3^-. De acuerdo con la tabla 4.2, los iones de calcio (Ca^{2+}) y los iones fosfato PO_4^{3-} formarán un compuesto insoluble, el fosfato de calcio [$Ca_3(PO_4)_2$], en tanto que el otro producto, KNO_3, es soluble y permanece en disolución. Por tanto, es una reacción de precipitación. Seguiremos paso a paso el procedimiento que se acaba de describir.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Paso 1: La ecuación molecular balanceada para esta reacción es

$$2K_2PO_4(ac) + 3Ca(NO_3)_2(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 6KNO_3(ac)$$

Paso 2: Para escribir la ecuación iónica, los compuestos solubles se muestran como iones disociados:

$$6K^+(ac) + 2PO_4^{3-}(ac) + 3Ca^{2+}(ac) + 6NO_3^-(ac) \longrightarrow$$
$$6K^+(ac) + 6NO_3^-(ac) + Ca_3(PO_4)_2(s)$$

Paso 3: Al cancelar los iones espectadores (K^+ y NO_3^-) en cada lado de la ecuación, obtenemos la ecuación iónica neta:

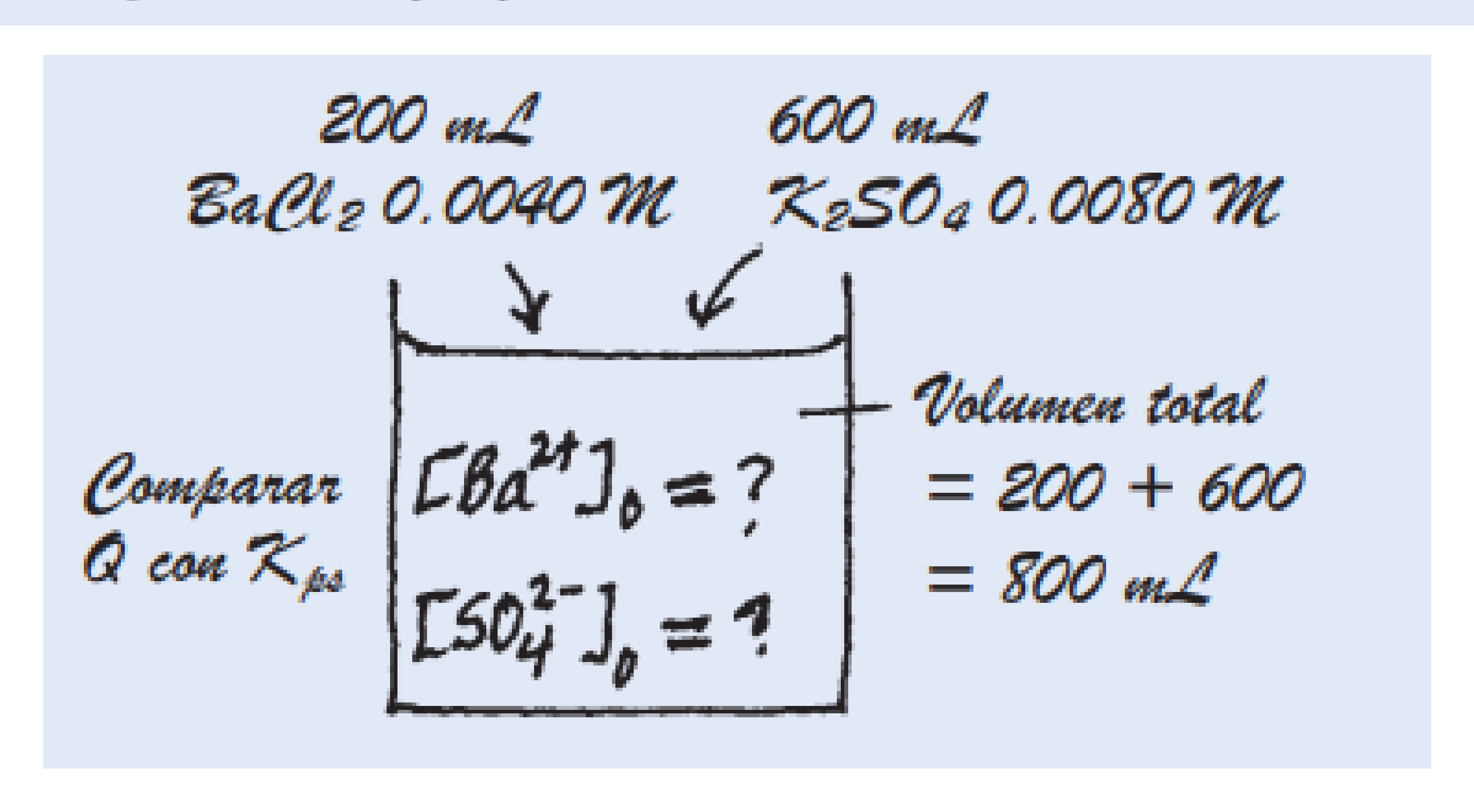
$$3Ca^{2+}(ac) + 2PO_4^{3-}(ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s)$$

Paso 4: Observe que debido a que primero balanceamos la ecuación molecular, la ecuación iónica neta queda balanceada en términos del número de átomos en ambos lados de la ecuación, y la cantidad de cargas positivas (+6) y negativas (–6) en el lado izquierdo es la misma.

Ejemplo de múltiples conceptos.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Exactamente 200 mL de $BaCl_2$ 0.0040 *M* se mezclan con exactamente 600 mL de K_2SO_4 0.0080 *M*. ¿Se formará un precipitado?



Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Estrategia ¿En qué condiciones un compuesto iónico se precipita a partir de una disolución? Los iones en disolución son Ba^{2+}, Cl^-, K^+ y SO_4^{2-}. De acuerdo con las reglas de solubilidad enumeradas en la tabla 4.2 (página 125), el único precipitado que se puede formar es $BaSO_4$. A partir de la información proporcionada podemos calcular $[Ba^{2+}]$ y $[SO_4^{2-}]$ debido a que conocemos el número de moles de los iones en las disoluciones originales y el volumen de la disolución combinada. Después, calculamos el cociente de reacción $Q (Q = [Ba^{2+}]_0[SO_4^{2-}]_0)$ y comparamos el valor de Q con el valor de K_{ps} de $BaSO_4$ para ver si se formará un precipitado, es decir, si la disolución es sobresaturada. Es de utilidad realizar un diagrama de la situación.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Solución El número de moles de Ba^{2+} presentes en los 200 mL originales de disolución es

$$200\text{ mL} \times \frac{0.0040\text{ mol } Ba^{2+}}{1\text{ L disol}} \times \frac{1\text{ L}}{1000\text{ mL}} = 8.0 \times 10^{-4}\text{ mol } Ba^{2+}$$

El volumen total después de combinar las dos disoluciones es de 800 mL. La concentración de Ba^{2+} en el volumen de 800 mL es

$$[Ba^{2+}] = \frac{8.0 \times 10^{-4}\text{ mol}}{800\text{ mL}} \times \frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L disol}}$$
$$= 1.0 \times 10^{-3}\ M$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

El número de moles de SO_4^{2-} en la disolución original de 600 mL es

$$600 \text{ mL} \times \frac{0.0080 \text{ mol } SO_4^{2-}}{1 \text{ L disol}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 4.8 \times 10^{-3} \text{ mol } SO_4^{2-}$$

La concentración de SO_4^{2-} en 800 mL de la disolución combinada es

$$[SO_4^{2-}] = \frac{4.8 \times 10^{-3} \text{ mol}}{800 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L disol}}$$
$$= 6.0 \times 10^{-3} \, M$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Ahora debemos comparar Q y K_{ps}.

$$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac) \qquad K_{ps} = 1.1 \times 10^{-10}$$

Por lo que respecta a Q,

$$Q = [Ba^{2+}]_0[SO_4^{2-}]_0 = (1.0 \times 10^{-3})(6.0 \times 10^{-3}) = 6.0 \times 10^{-6}$$

Por consiguiente,

$$Q > K_{ps}$$

La disolución es sobresaturada debido a que el valor de Q indica que las concentraciones de iones son demasiado grandes. Por tanto, una parte de $BaSO_4$ se precipitará de la disolución hasta que

$$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 1.1 \times 10^{-10}$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Ejercicio de práctica Si 2.00 mL de NaOH 0.200 *M* se agregan a 1.00 L de $CaCl_2$ 0.100 *M*, ¿se presentará la precipitación?

Hacer este ejercicio.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Ejercicio de precipitación fraccionada

Una disolución contiene iones Cl^- 0.020 *M* y iones Br^- 0.020 *M*. Para separar los iones Cl^- de los iones Br^-, se agrega lentamente $AgNO_3$ sólido a la disolución sin cambiar el volumen. ¿Qué concentración de iones Ag^+ (en mol/L) se necesita para precipitar AgBr tanto como sea posible sin precipitar AgCl?

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Estrategia En disolución, $AgNO_3$ se disocia en iones Ag^+ y NO_3^-. Entonces, los iones Ag^+ se combinan con iones Cl^- y Br^- para formar precipitados de AgCl y AgBr. Como AgBr es menos soluble (tiene un valor de K_{ps} menor que el de AgCl), se precipitará primero. Así que se trata de un problema de precipitación fraccionada. Una vez que se conocen las concentraciones de los iones Cl^- y Br^- podemos calcular $[Ag^+]$ a partir de los valores de K_{ps}. Tenga presente que K_{ps} se refiere a una disolución saturada. Para iniciar la precipitación, $[Ag^+]$ debe exceder la concentración en la disolución saturada en cada caso.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Solución El equilibrio de solubilidad de AgBr es

$$AgBr(s) \rightleftharpoons Ag^+(ac) + Br^-(ac) \qquad K_{ps} = [Ag^+][Br^-]$$

Como $[Br^-] = 0.020\ M$, la concentración de Ag^+ que se debe exceder para iniciar la precipitación de AgBr es

$$[Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[Br^-]} = \frac{7.7 \times 10^{-13}}{0.020}$$
$$= 3.9 \times 10^{-11}\ M$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Por tanto, se requiere $[Ag^+] > 3.9 \times 10^{-11}$ *M* para comenzar la precipitación de AgBr. El equilibrio de solubilidad para AgCl es

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(ac) + Cl^-(ac) \qquad K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

de manera que

$$[Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} = \frac{1.6 \times 10^{-10}}{0.020}$$
$$= 8.0 \times 10^{-9}\ M$$

Por consiguiente, se necesita $[Ag^+] > 8.0 \times 10^{-9}$ *M* para iniciar la precipitación de AgCl.

Para precipitar los iones Br^- como AgBr sin precipitar los iones Cl^- como AgCl, entonces $[Ag^+]$ debe ser mayor que 3.9×10^{-11} *M* y más bajo que 8.0×10^{-9} *M*.

El efecto del ion común y la solubilidad

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Según hemos señalado**, el producto de solubilidad es una constante de equilibrio**; la precipitación de un compuesto iónico a partir de una disolución se lleva a cabo siempre que el producto **iónico sobrepase el valor de Kps de esa sustancia**.

Por ejemplo, **en una disolución saturada de AgCl, el producto iónico [Ag+][Cl–] es, por supuesto, igual a Kps**. Además, la simple estequiometría indica que [Ag+] = [Cl–].

Sin embargo, no siempre se cumple esta igualdad.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

$$AgNO_3(s) \xrightarrow{H_2O} Ag^+(ac) + NO_3^-(ac)$$

efecto del ion común

El equilibrio de solubilidad de AgCl es

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Cuando se añade $AgNO_3$ a una disolución saturada de AgCl, el incremento de $[Ag^+]$ hará que el producto iónico sea mayor que el producto de solubilidad:

$$Q = [Ag^+]_0[Cl^-]_0 > K_{ps}$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Ejemplo de múltiples conceptos

Calcule la solubilidad de cloruro de plata (en g/L) en una disolución de nitrato de plata 6.5×10^{-3} *M*.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Estrategia Se trata de un problema de ion común. El ion común aquí es Ag^+, el cual es proporcionado tanto por AgCl como por $AgNO_3$. Recuerde que la presencia del ion común afectará solamente a la solubilidad de AgCl (en g/L), pero no el valor de K_{ps} debido a que se trata de una constante de equilibrio.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Solución *Paso 1:* Las especies relevantes en disolución son iones Ag^+ (tanto de AgCl como de $AgNO_3$) y Cl^-. Los iones NO_3^- son iones espectadores.

Paso 2: Debido a que $AgNO_3$ es un electrólito fuerte soluble, se disocia completamente:

$$AgNO_3(s) \xrightarrow{H_2O} \underset{6.5 \times 10^{-3}\,M}{Ag^+(ac)} + \underset{6.5 \times 10^{-3}\,M}{NO_3^-(ac)}$$

Sea *s* la solubilidad molar de AgCl en la disolución de $AgNO_3$. A continuación resumimos los cambios en las concentraciones:

	$AgCl(s)$	$\rightleftharpoons$	$Ag^+(ac)$	+	$Cl^-(ac)$
Inicial (*M*):			6.5×10^{-3}		0.00
Cambio (*M*):	$-s$		$+s$		$+s$
Equilibrio (*M*):			$(6.5 \times 10^{-3} + s)$		s

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Paso 3:

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$
$$1.6 \times 10^{-10} = (6.5 \times 10^{-3} + s)(s)$$

Como AgCl es muy insoluble y la presencia de iones Ag^+ a partir de $AgNO_3$ disminuye aún más su solubilidad, s debe ser muy pequeña en comparación con 6.5×10^{-3}. Como consecuencia, cuando se aplica la aproximación $6.5 \times 10^{-3} + s \simeq 6.5 \times 10^{-3}$, obtenemos

$$1.6 \times 10^{-10} = (6.5 \times 10^{-3})s$$
$$s = 2.5 \times 10^{-8}\ M$$

Paso 4: En el equilibrio

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Paso 4: En el equilibrio

$$[Ag^+] = (6.5 \times 10^{-3} + 2.5 \times 10^{-8})\ M \approx 6.5 \times 10^{-3}\ M$$
$$[Cl^-] = 2.5 \times 10^{-8}\ M$$

y por tanto nuestra aproximación del paso 3 está justificada. Debido a que los iones Cl^- deben provenir de AgCl, la cantidad de AgCl disuelto en la disolución de $AgNO_3$ también es $2.5 \times 10^{-8}\ M$. Entonces, una vez que se conoce la masa molar de AgCl (143.4 g), podemos calcular la solubilidad de AgCl de la siguiente manera:

$$\text{solubilidad de AgCl en la disolución de } AgNO_3 = \frac{2.5 \times 10^{-8} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L disol}} \times \frac{143.4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}}$$
$$= 3.6 \times 10^{-6} \text{ g/L}$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Calcule la concentración del amoniaco acuoso necesaria para iniciar la precipitación de hidróxido de hierro(II) de una disolución de $FeCl_2$ 0.0030 *M*.

Estrategia Para que el hidróxido de hierro(II) precipite de una disolución, el producto $[Fe^{2+}][OH^-]^2$ debe ser mayor que su K_{ps}. En primer lugar, calculamos $[OH^-]$ a partir del valor conocido de $[Fe^{2+}]$ y de K_{ps} listado en la tabla 16.2. Ésta es la concentración de OH^- en una disolución saturada de $Fe(OH)_2$. Luego, calculamos la concentración de NH_3 que abastecerá esta concentración de iones OH^-. Finalmente, cualquier concentración de NH_3 mayor que el valor calculado iniciará la precipitación de $Fe(OH)_2$ porque la disolución se hará sobresaturada.

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Solución El amoniaco reacciona con agua para producir iones OH^-, los cuales entonces reaccionan con Fe^{2+} para formar $Fe(OH)_2$. Los equilibrios de interés son

$$NH_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$
$$Fe^{2+}(ac) + 2OH^-(ac) \rightleftharpoons Fe(OH)_2(s)$$

Primero encontramos la concentración de OH^- por encima de la cual $Fe(OH)_2$ comienza a precipitarse. Escribimos

$$K_{ps} = [Fe^{2+}][OH^-]^2 = 1.6 \times 10^{-14}$$

Como $FeCl_2$ es un electrólito fuerte, $[Fe^{2-}] = 0.0030\ M$ y

$$[OH^-]^2 = \frac{1.6 \times 10^{-14}}{0.0030} = 5.3 \times 10^{-12}$$
$$[OH^-] = 2.3 \times 10^{-6}\ M$$

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Después, calculamos la concentración de NH_3 que proporcionará 2.3×10^{-6} *M* iones OH^-. Sea *x* la concentración inicial de NH_3 en mol/L. Los cambios en las concentraciones resultantes de la ionización de NH_3 se resumen a continuación.

	$NH_3(ac)$	+	$H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$NH_4^+(ac)$	+	$OH^-(ac)$
Inicial (*M*):	x				0.00		0.00
Cambio (*M*):	-2.3×10^{-6}				$+2.3 \times 10^{-6}$		$+2.3 \times 10^{-6}$
Equilibrio (*M*):	$(x - 2.3 \times 10^{-6})$				2.3×10^{-6}		2.3×10^{-6}

Escuela de Química. Química inorgánica.
Tema:Constante del producto de solubilidad, Ksp.

Sustituyendo las concentraciones de equilibrio en la expresión para la constante de ionización (vea la tabla 15.4),

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(2.3 \times 10^{-6})(2.3 \times 10^{-6})}{(x - 23 \times 10^{-6})}$$

Al resolver x obtenemos

$$x = 2.6 \times 10^{-6}\ M$$

Por tanto, la concentración de NH_3 debe ser ligeramente mayor que $2.6 \times 10^{-6}\ M$ para iniciar la precipitación de $Fe(OH)_2$.

Fin de la UNIDAD 2 .
El primer parcial será la próxima semana de manera presencial.